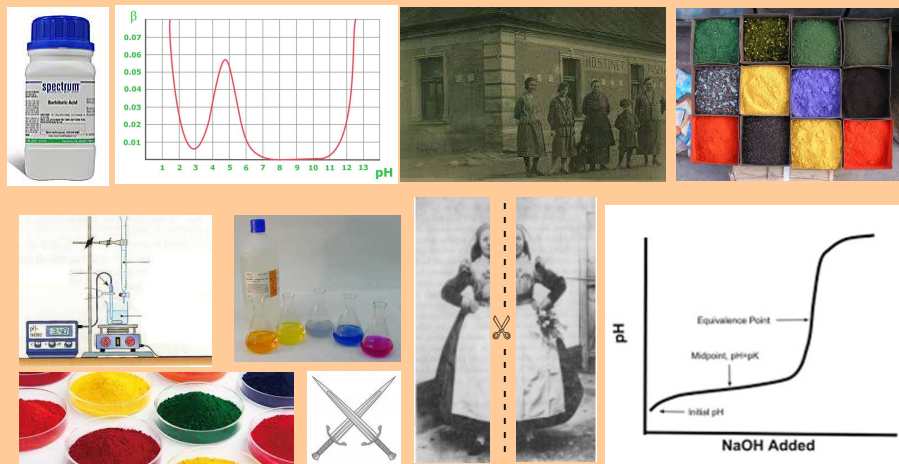


Repetitorium chemie VI.

*Užitečné výpočty: pH, pufry, něco o rozpustnosti
a v tom nenápadně zařazená tklivá historie o rozpůlení dcery hostinské
na 2 (slovy dva) úplně stejné díly*



← → ↺ 🏠 📄 <https://forum.matematika.cz/viewtopic.php?id=107304>

Stránky: 1 **Hlavní strana » Chemie » Kyselost a zásaditost**

01. 04. 2020 14:37

Rihova Zelenáč
Příspěvky: 2
Pozice: Student
Reputace: 0
Offline

Nejvíce vodíkových kationtů H^+ obsahuje roztok kyseliny o hodnotě pH a, 0.5 b, 1.5 c, 3.0 d, 4.0

01. 04. 2020 15:05

misaH
Příspěvky: 12865
Offline

↑ **Rihova:**
No a čo?

03. 04. 2020 11:13

Rihova Zelenáč
Příspěvky: 2
Pozice: Student
Reputace: 0
Offline

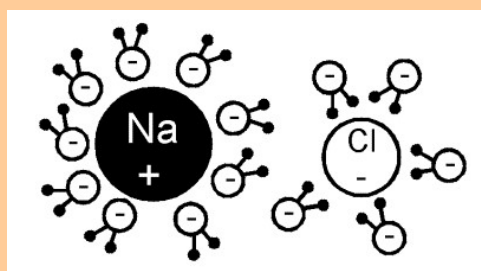
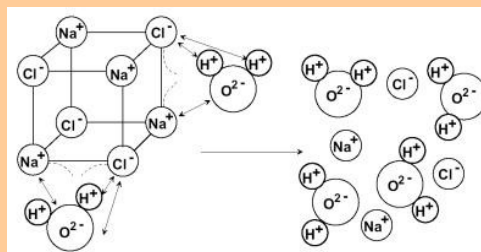
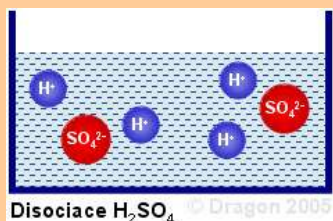
Jaký z těch 4 je správné řešení

Dissociace ve vodných roztocích elektrolytů

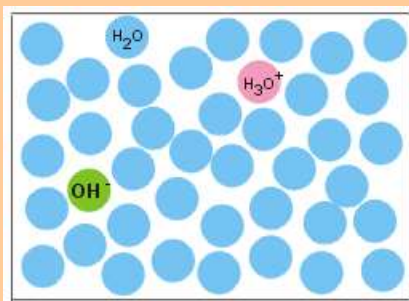
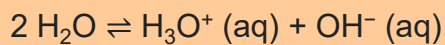
Disociace je děj, při kterém dochází k štěpení komplexů, molekul nebo solí na menší molekuly, **ionty** nebo radikály.

Tento proces je často vratný.

Charakterizuje jej tzv. **dissociační konstanta**



Připomínka: voda sama podléhá částečné disociaci (rozpadu). Asi jedna molekula z 550 milionů molekul vody je rozštěpena na ionty. Proto destilovaná voda nevede elektrický proud.



Iontový součin vody: $K_a [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$

Iontový součin vody: $K_w = 10^{-14}$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

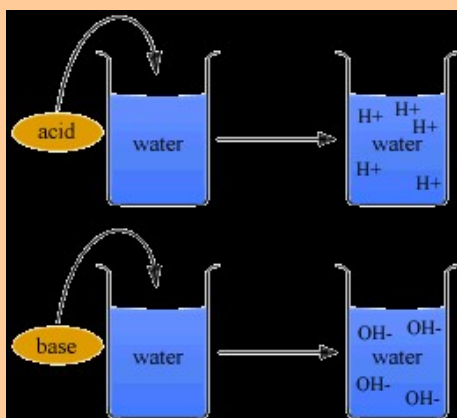
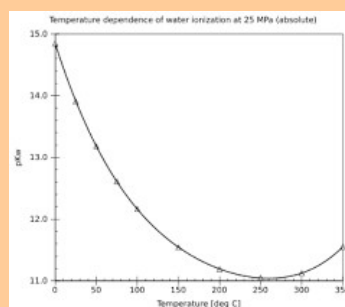
Iontový součin vody

Hodnota K_w je citlivá jak k teplotě, tak i k tlaku a mění se s nárůstem obou veličin.

Pro běžné teploty se běžně bere $pK_w = 14$
ale přesně bylo změřeno:

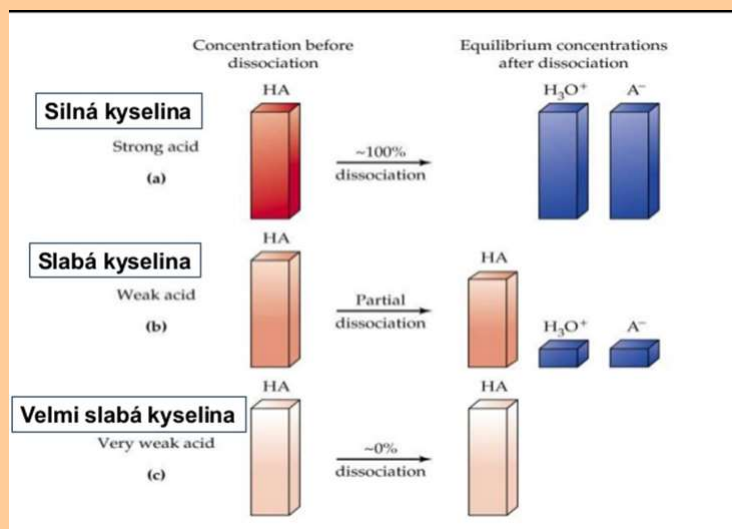
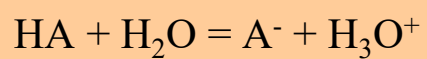


Teplota (°C)	pK_w
0	14,9435
20	14,1669
30	13,8330
40	13,5348
60	13,0171
250	~ 11,0

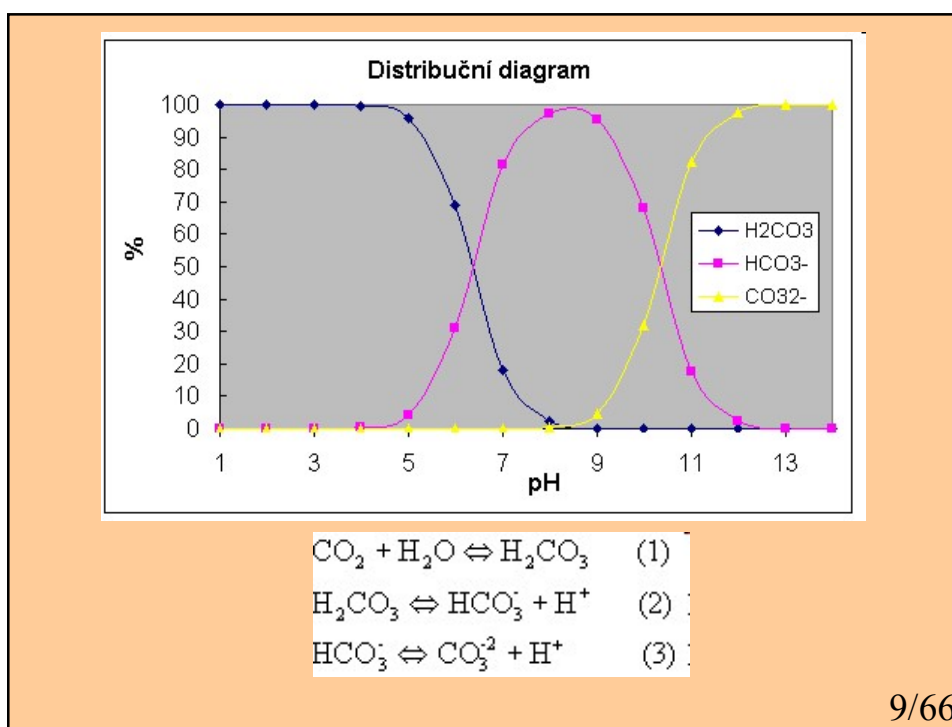
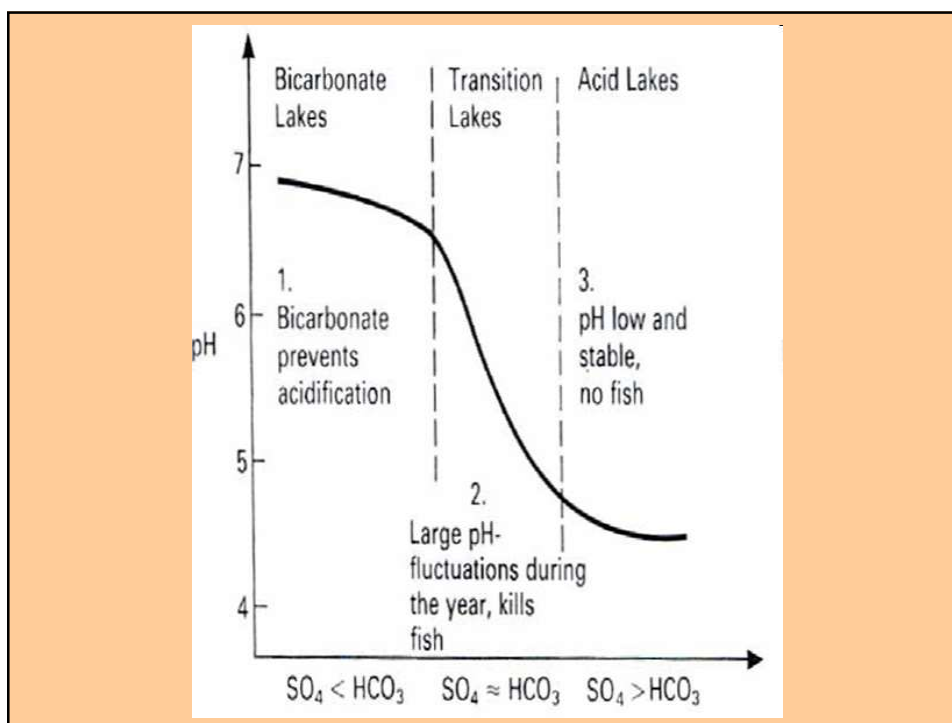


Přídavek kyseliny či báze do vody má za následek změnu pH
 $pH = -\log [H^+]$

Jednosytná kyselina HA disociuje ve vodě podle rovnice:

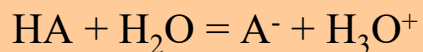


Jednoduché pH metry lze opatřit i v prodejnách pro akvaristy



Vodné roztoky elektrolytů

Jednosytná kyselina HA disociuje ve vodě podle rovnice:



Rovnici charakterisuje rovnovážná konstanta K_A

$$K_A = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

V případě silné kyseliny je nedisociovaný podíl kyseliny (ve jmenovateli zlomku) zanedbatelný, tedy platí

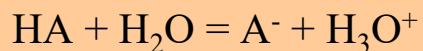
$$\text{pH} = -\log c_A$$

(např. $\text{pH } 1\text{M HCL} = 0,00$; $\text{pH } 0,5\text{ M HCL} = -\log(0,5) = 0,30$)

Hodnoty pH se standardně udávají na dvě desetinná místa!

Vodné roztoky elektrolytů

Jednosytná kyselina HA disociuje ve vodě podle rovnice:



Rovnici charakterisuje rovnovážná konstanta K_A

$$K_A = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

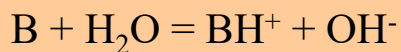
Je-li K_A **mnohem menší než 1**, jde o tzv. slabou kyselinu a pro její roztoky lze odvodit vztah

$$\text{pH} \approx \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log c$$

Kde c je celková koncentrace kyseliny (tj. $[\text{HA}] + [\text{A}^-]$)

Vodné roztoky elektrolytů

Jednosytná báze B disociuje ve vodě podle rovnice:



Rovnici charakterisuje rovnovážná konstanta K_B

$$K_B = [\text{BH}^+].[\text{OH}^-]/[\text{B}]$$

Analogicky lze odvodit vztah pro pH zředěných roztoků slabých bází

$$\text{pH} \approx \text{pK}_w - \frac{1}{2} \text{pK}_B + \frac{1}{2} \log c$$

Kde c je celková koncentrace báze a pK_w je iontový součin vody

Vodné roztoky elektrolytů

$$\text{pH} \approx \frac{1}{2} \text{pK}_A - \frac{1}{2} \log c ; \text{pH} \approx \text{pK}_w - \frac{1}{2} \text{pK}_B + \frac{1}{2} \log c$$

Proč vlnovka ($\approx$) ?

Roztok elektrolytů je z makroskopického hlediska vždy elektroneutrální, tedy obsahuje stejné množství kladných a záporných nábojů:

$$\sum c_i z_i = 0$$

Při té příležitosti ukažme ještě jeden dále užitečný vztah pro iontovou sílu (I)

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

Vodné roztoky elektrolytů

$$\text{pH} \approx \frac{1}{2} \text{pK}_A - \frac{1}{2} \log c ; \text{pH} \approx \text{pK}_w - \frac{1}{2} \text{pK}_B + \frac{1}{2} \log c$$

Proč vlnovka ($\approx$) ?

V reálných roztocích dochází k vzájemnému ovlivňování složek systému. Jejich účinnost pak nelze vyjadřovat koncentrací jako u roztoků ideálních (nekonečně zředěných), nýbrž aktivitou. Vzájemný vztah **aktivity** a **koncentrace** určuje **aktivitní koeficient**. Pro aktivitu i-tého druhu iontů a_i platí

$$a_i = c_{i,\text{rel}} \gamma_i$$

kde $c_{i,\text{rel}}$ je relativní koncentrace i-tého druhu iontů a γ_i je jeho aktivitní koeficient.

Aktivitní koeficient daného druhu iontů je experimentálně nedostupný.

Debye – Hückelův limitní zákon: $\log \gamma_i = A z_i^2 \sqrt{I}$

Konstanta A má pro vodné roztoky při teplotě 25° C hodnotu 0,509 (mol dm⁻³)^{-1/2}.

Příklady disociačních konstant slabých kyselin a bází:

Kyselina	pK _A	Báze	pK _B
kyanátá	3,45	piperidin	2,877
mravenčí	3,75	ethylamin	3,35
octová	4,76	amoniak	4,75
benzoová	4,20	hydroxylamin	8,04
molybdenová	6,00	pyridin	8,77
uhličitá	6,37	anilin	9,13
dusná	7,21	fosfin	13,00
chlorná	7,53		
cíničitá	9,40		
trihydrogenzlatitá	13,30		

15/66

Výpočet pH slabé kyseliny

Jaké je pH 0.1 M kyseliny octové ($K_A = 1.8 \times 10^{-5}$)

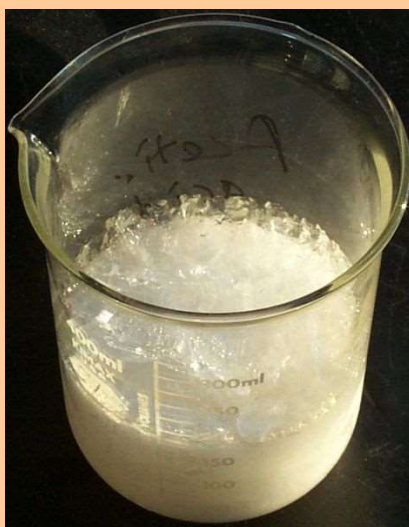
$$\text{pH} \approx \frac{1}{2} \text{p}K_A - \frac{1}{2} \log c$$

Logaritmováním konstanty dojdeme k $\text{p}K_A = 4.74$

$$\text{Potom } \text{pH} = \frac{1}{2} (4.74) - \frac{1}{2} (-1) = 2.37 + 0.5$$

$$\text{pH} = 2.87 \text{ (vypočtené)}$$

$$\text{pH} = 2.88 \text{ (změřené)}$$



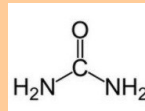
„Ledová“ kyselina octová

bod tání cca 16,7 °C

Krátce o **pH***

Takto se označuje
pH v „nevodném“
prostředí (v **organických**
rozpouštědlech)

pH nebo pH* ? 6M močovina (preparace proteinů)

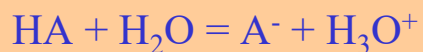




A víz savas vagy lúgos értéke az emberi egészség szempontjából is fontos, mivel a modern étkezési szokások általában sok savval látják el a testet!

Vodné roztoky elektrolytů

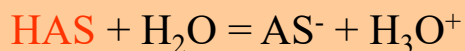
Co způsobí přidavek **silné kyseliny** do roztoku **slabé kyseliny** (HA) :



Rovnici charakterisuje rovnovážná konstanta K_A

$$K_A = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{A}^-]/[\text{HA}]$$

Přidáme-li silnou kyselinu (HAS) do roztoku:



Koncentrace kationtů vzroste a poruší se rovnováha daná rovnovážnou konstantou K_A ; část aniontů A^- se musí sloučit s přítomnými oxoniovými kationty a vytvořit další molekuly **HA**.

Vodné roztoky elektrolytů

Důsledek:

Slabé kyseliny jsou v kyselém prostředí nepatrně disociovány,
v zásaditém prostředí silně.

Slabé báze jsou v zásaditém prostředí slabě disociovány,
v kyselém prostředí silně.

(použití např. při izolaci alkaloidů či jiných bazických látek
z přírodního materiálu)



Usušené listy nadrtit
naházet do vody
okyselené octem



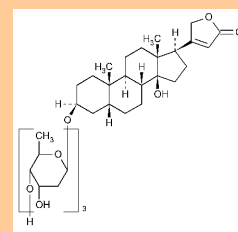
Povařit (sporák)



Přidat mýdlovou vodu



Rekrytalizace
sraženiny z lihu



Hnědé krystalky –
směs digitoxinu a
dalších toxických
alkaloidů



+



?



+ $K_2Cr_2O_7$





Pufry (tlumivé roztoky, /buffers/)

Roztoky, které udržují přibližně stejné pH v případě přidavku malého množství kyseliny nebo báze se nazývají pufry.

Příklad (): krev, udržuje stále pH cca 7,4

Pufry jsou obvykle směsi slabých kyselin a jejich solí, nebo směsi slabých bazí a jejich solí.

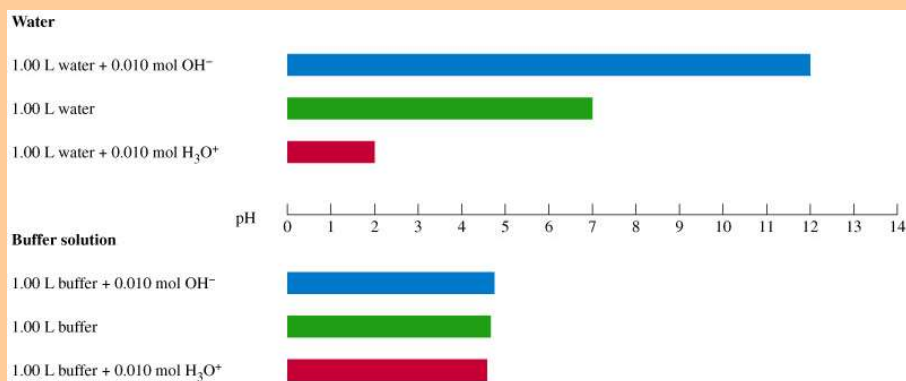
(kyselina octová + octan sodný)
(hydroxid amonný + chlorid amonný / salmiak)

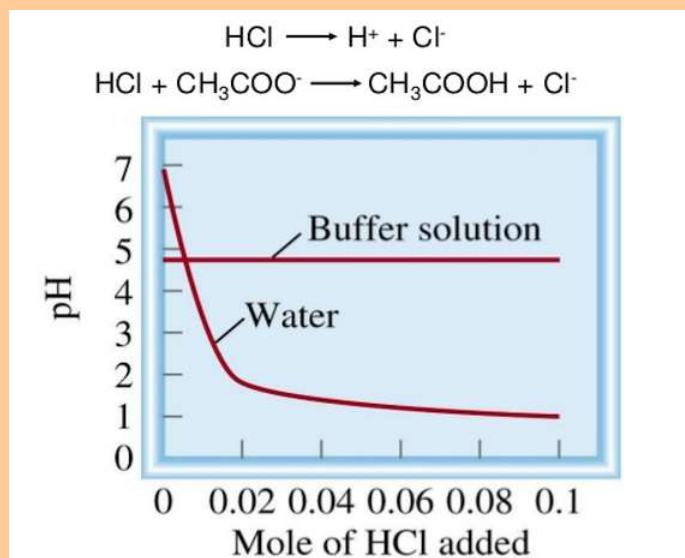


Hasičský vůz vyjíždějící z centrály v Legerově ulici směr Viničná

Udržování stabilního pH: pufry

Roztoku, který nemění pH po přísadě louhu anebo kyseliny, přislouží ústojný (regulační) účinek a takové roztoky se nazývají *ústojné*, tlumivé, též regulátory, popřípadě méně hezky nárazníky (pufry).





Účel a účinek pufrů: udržování přibližně stálého pH

Výpočet pH pufrů

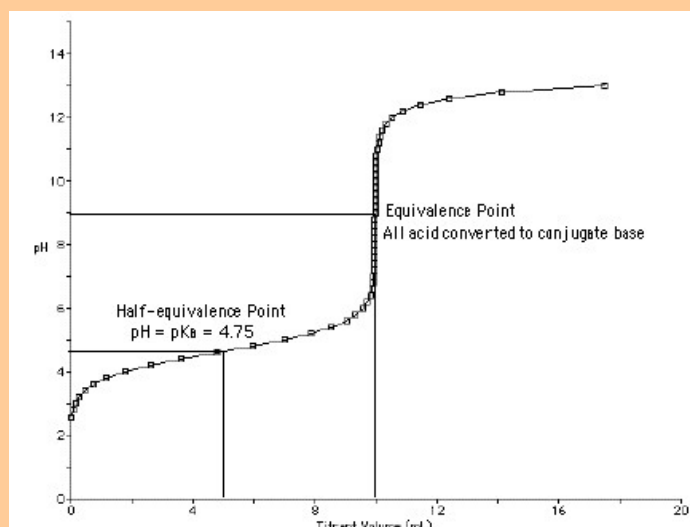
Na základě předchozího výkladu je možné odvodit tzv. **Henderson-Hasselbachovu rovnici**:

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \text{ neboli} \right.$$

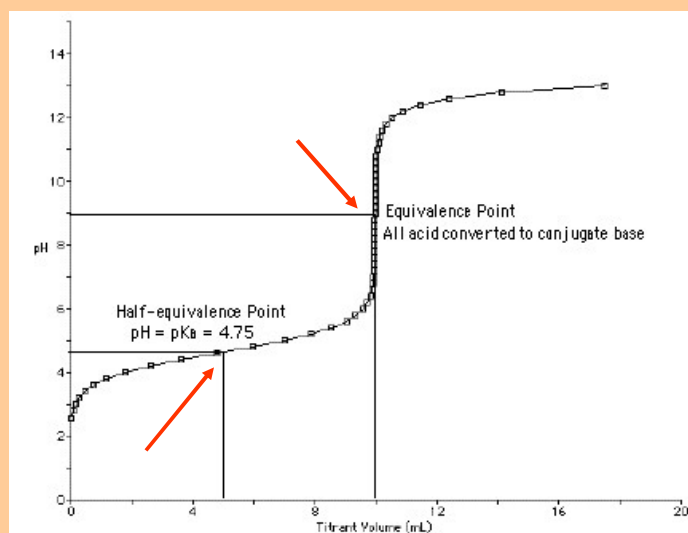
$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{[\text{báze}]}{[\text{kyseliny}]} \right)$$

Pufry jsou nejúčinnější v oblasti $\text{pH} \approx \text{pK}_A$

(Praktická připomínka: pK_A je pH, při kterém je kyselina z poloviny disociována, prakticky se zjistí titrací kyseliny hydroxidem)



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$



Průběh pH při přidávání louhu do kyseliny

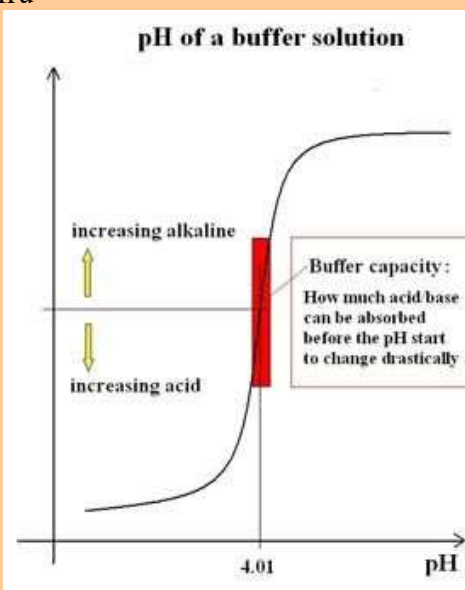
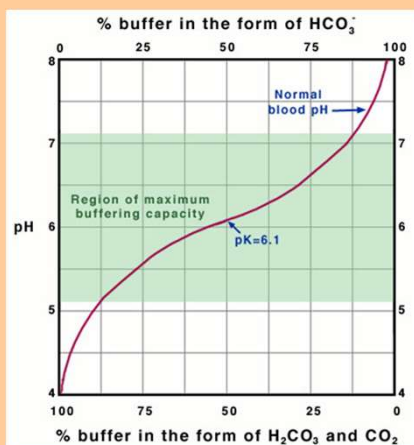
ukázka průběhu titrační křivky

<http://www.wwnorton.com/college/chemistry/chemconnections/Rain/pages/titr.html>

<http://phosphoric.wmv>

Průběh titrace kyseliny fosforečné (phosphoric.wmv)

Pufry udržují stálé pH; pufrační kapacita vyjadřuje schopnost pufru „udržovat“ určené pH při jeho výkyvech

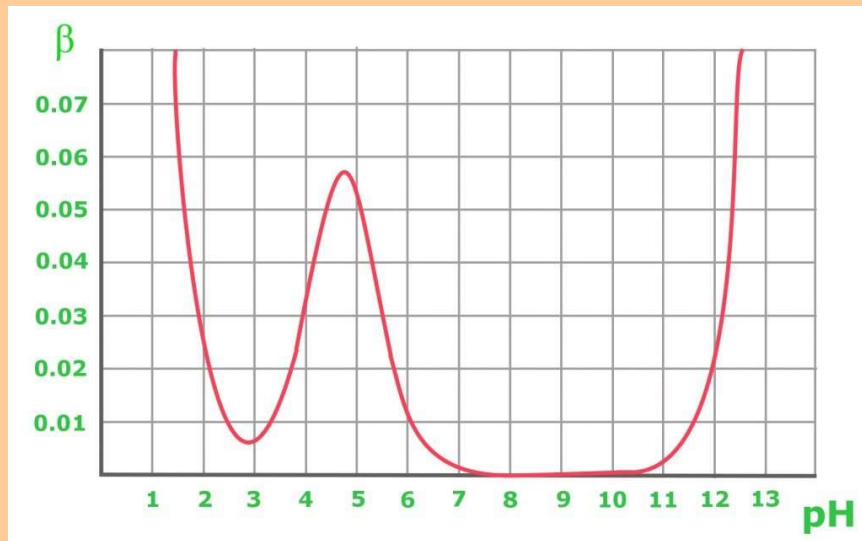


Pufrační kapacita

Účinnost pufru je charakterizována tzv. **pufrační kapacitou β** , která udává, jak je nutno změnit koncentraci silné kyseliny nebo zásady v roztoku, aby se uskutečnila určitá změna pH. Pro kyselý pufr:

$$\beta = \frac{d[\text{báze}]}{d[\text{pH}]}$$

Čím více báze je třeba přidat, tím lepší je pufr.

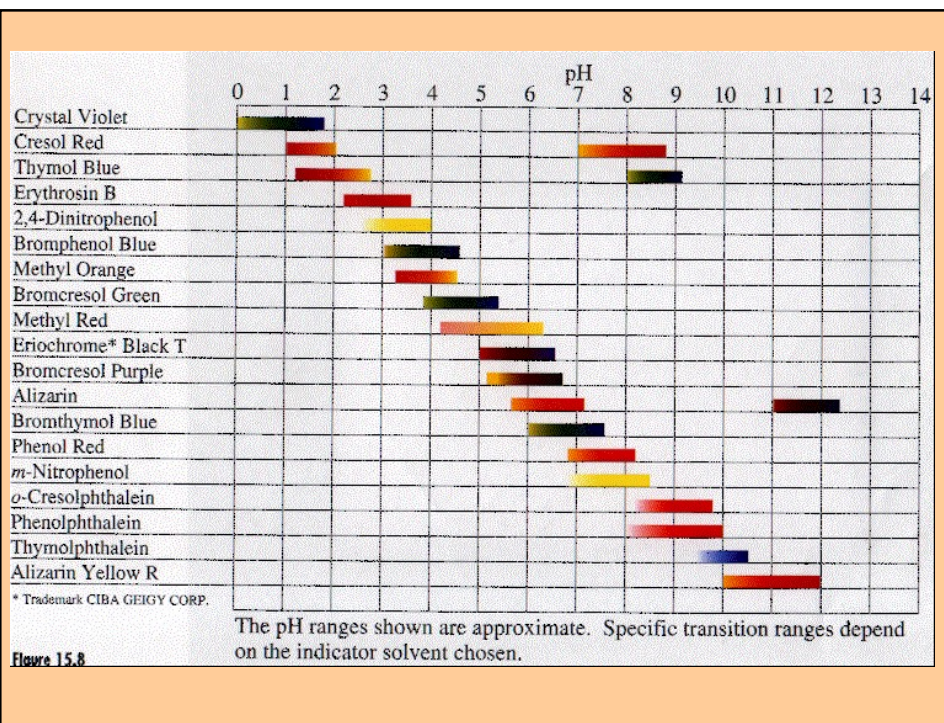


Příklad průběhu pufrační kapacity na pH

Henderson Lawrence Joseph (1879–1942) – americký lékař, od r. 1919 profesor lékařské chemie na Harvardu. Sestavil nomogramy pro výpočet pH krve, objasnil mechanismus acidobazické rovnováhy v živé hmotě (fyziologické pufrý). Pro výpočet pH krve aplikoval Guldbergův-Waageův zákon, vzniklou rovnici pak převedl K. Hasselbalch do dnes běžného logaritmického tvaru. Viz H.-Hasselbalchova rovnice

Hasselbalch Karl Albert (1874–1962) – dánský lékař a biochemik. Byl jedním z průkopníků pochopení acidobazické rovnováhy, spolu s Ch. Bohrem popsal vztah mezi parciálním tlakem oxidu uhličitého a vazbou kyslíku na hemoglobin. Hendersonovu rovnici pro rovnováhu složek bikarbonátového pufru převedl do logaritmického tvaru vhodného pro jednoduchý výpočet pH. Viz Hendersonova-H. rovnice

33/66



Příklady barevných změn indikátorů:



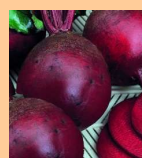
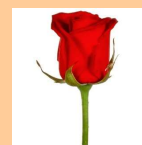
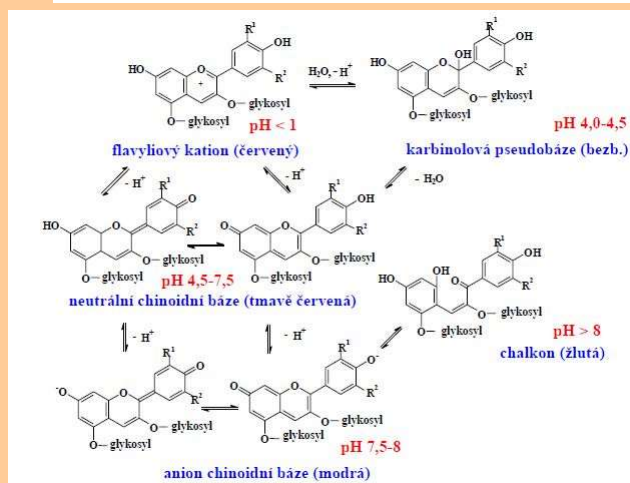
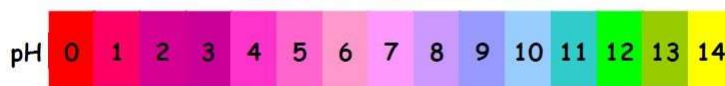
HCl



NaOH

methylovanž / methylčerveň / lakmus / bromthymolová modř / fenolftalein

Indikátor z červeného zelí



Výpočet pH pufrů – příklad 1

Jaké je pH roztoku, obsahujícího 0.50 M kyselinu octovou a 0.80 M octan sodný? Hodnota K_A octové kyseliny je 1.8×10^{-5} .

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

$$\text{p}K_A = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$[\text{báze}] = 0.80 \text{ M} \quad [\text{kyseliny}] = 0.50 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log (0.8/0.5) = 4.94$$

Výpočet pH pufrů – příklad 2

Jak se změní pH 1 litru roztoku, obsahujícího 0.50 M kyselinu octovou a 0.50 M octan sodný, přidáme-li doň 0.010 molů HCl? Hodnota K_A octové kyseliny je 1.8×10^{-5}

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

A. Hodnota pH před přidáním HCl:

$$\text{p}K_A = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$[\text{báze}] = 0.50 \text{ M} \quad [\text{kyseliny}] = 0.50 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log (0.5/0.5) = 4.74$$

Výpočet pH pufrů – příklad 2

Jak se změní pH 1 litru roztoku, obsahujícího 0.50 M kyselinu octovou a 0.50 M octan sodný, přidáme-li doň 0.010 molů HCl? Hodnota K_A octové kyseliny je 1.8×10^{-5}

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

B. Hodnota pH po přidavku HCl:

Předně poklesne koncentrace A^- (část se sloučí s protony na kyselinu octovou):

$$[A^-] = 0.50 \text{ M} - 0.01 \text{ M} = 0.49 \text{ M}$$

Výpočet pH pufrů – příklad 2

Jak se změní pH 1 litru roztoku, obsahujícího 0.50 M kyselinu octovou a 0.50 M octan sodný, přidáme-li doň 0.010 molů HCl? Hodnota K_A octové kyseliny je 1.8×10^{-5}

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

C. Hodnota pH po přidavku HCl:

Zvýší se tudíž koncentrace kyseliny octové o stejnou hodnotu:

$$[\text{kyseliny}] = 0.50 \text{ M} + 0.01 \text{ M} = 0.51 \text{ M}$$

Výpočet pH pufrů – příklad 2

Jak se změní pH 1 litru roztoku, obsahujícího 0.50 M kyselinu octovou a 0.50 M octan sodný, přidáme-li doň 0.010 molů HCl? Hodnota K_A octové kyseliny je 1.8×10^{-5}

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

D. Hodnota pH po přidavku HCl:

$$\text{pH (finální)} = 4.74 + \log (0.49/0.51) = 4.72$$

$$\text{pH (výchozí)} = 4.74$$

Tedy pH se sníží o dvě setiny.

Výpočet pH pufrů – příklad 3

Jaký poměr mravečnanu sodného a kyseliny mravenčí je nutný pro přípravu pufru o pH 3.85? Hodnota K_A pro kyselinu mravenčí je 1.8×10^{-4} .

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

Nejprve opět spočteme hodnotu $\text{p}K_A$

Logaritmováním vyjde 3.74

Dosazením do Henderson-Hasselbachovy rovnice vyjde

$$3.85 = 3.74 + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

Half-1

Výpočet pH pufrů – příklad 3

Jaký poměr mravečnanu sodného a kyseliny mravenčí je nutný pro přípravu pufru o pH 3.85? Hodnota K_A pro kyselinu mravenčí je 1.8×10^{-4} .

$$3.85 = 3.74 + \log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}])$$

$$\log ([\text{báze}]/[\text{kyseliny}]) = 0.11$$

$$[\text{báze}]/[\text{kyseliny}] = 1.3$$

Koncentrace sodné soli kyseliny mravenčí tedy musí být **1.3 x větší**, než kyseliny mravenčí:

Např. 0.10 M HCOOH + 0.13 M HCOONa

Half

Ještě slíbená vsuvka o kvartování

aneb

*říkanka ze 17. století o tom,
kterak chtěli lotři rozpůlit*

dceru hostinské

*na **dva (2) úplně stejné díly...***



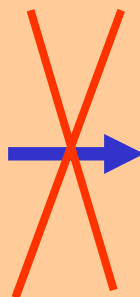
Ještě slíbená vsuvka o kvartování



*a proč
se jim to
nakonec*

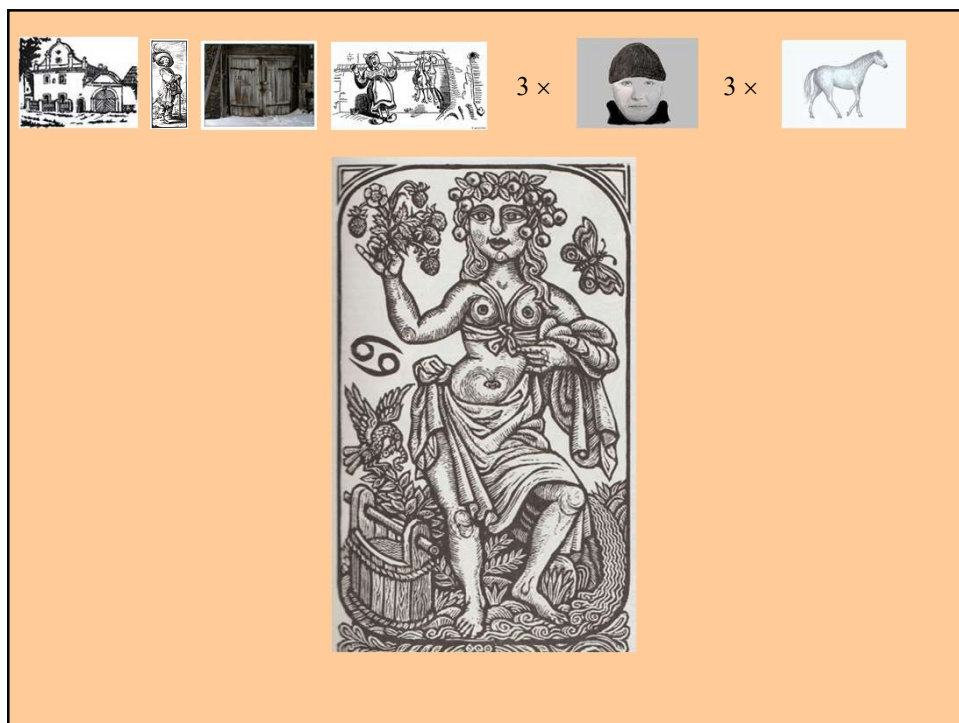


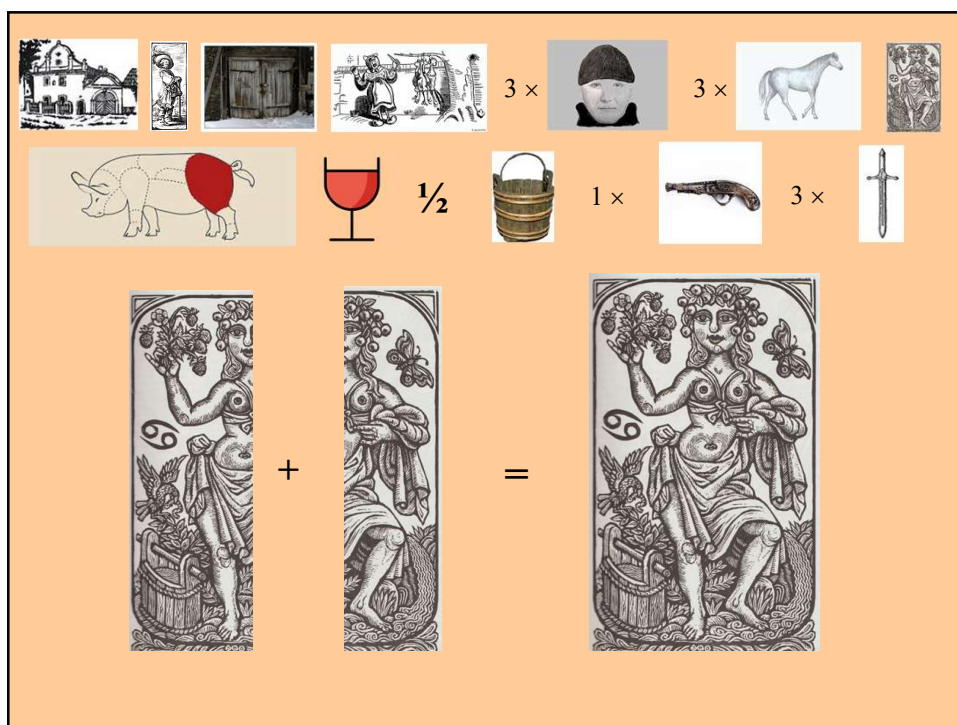
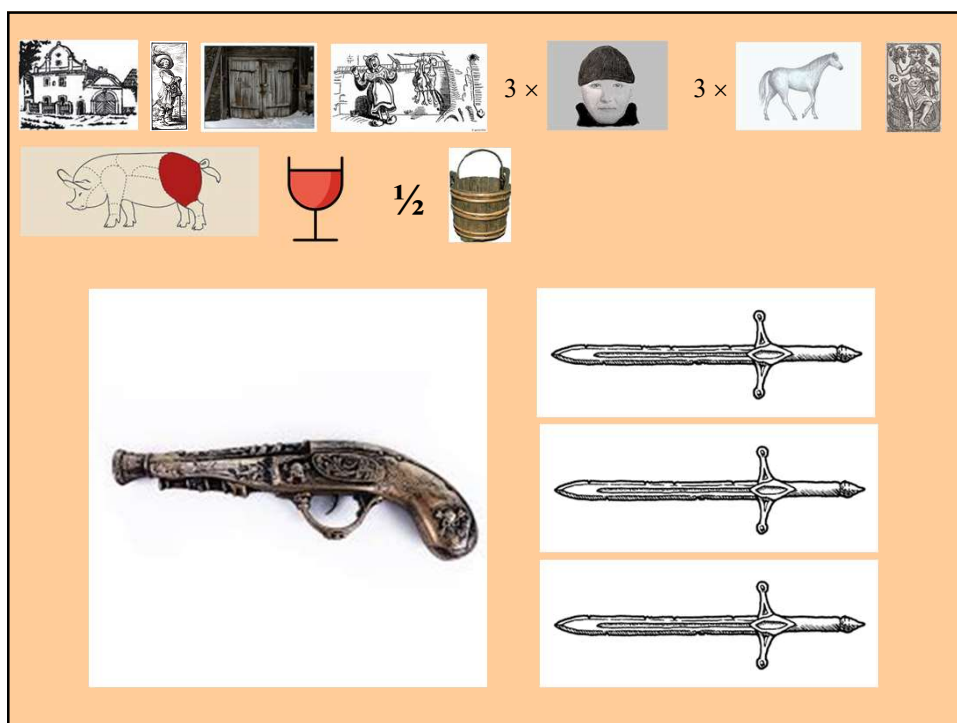
Ještě slíbená vsuvka o kvartování

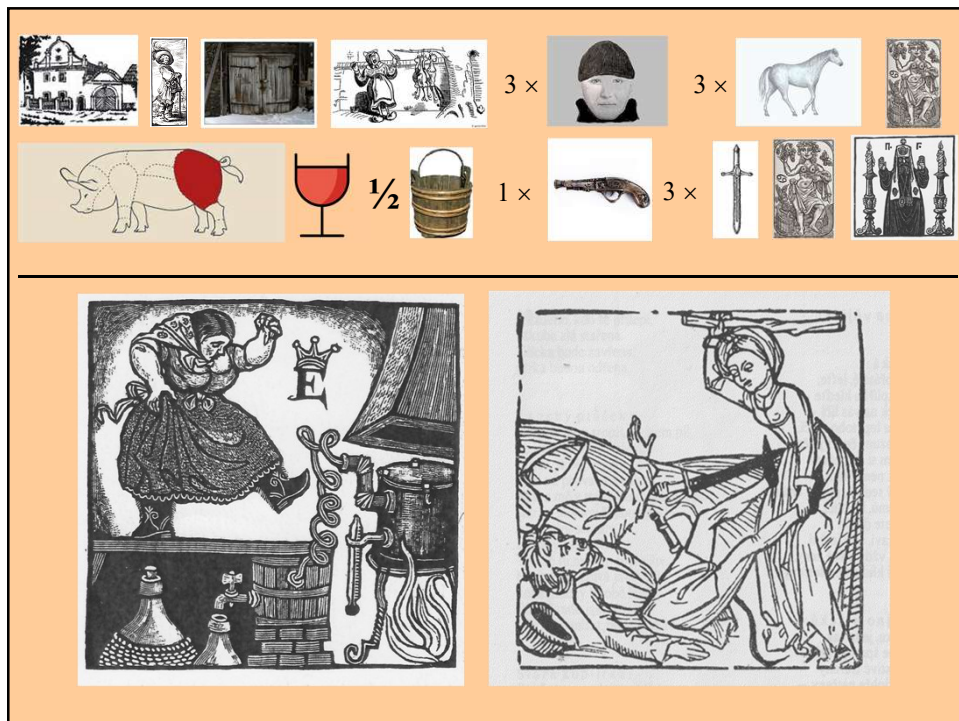


nepovedlo









kvartování = dělení na čtvrtiny



po vyhození dvou protilehlých čtvrtin spojit a celé opakovat

Vyhláška Ministerstva zemědělství o odběrech a chemických rozbořech vzorků hnojiv

Příloha č. 2 k vyhlášce č. 273/1998 Sb.

Postupy laboratorního zkoušení výrobků

1. Úprava vzorků

Výrobky se upravují podle požadavku na jejich zkoušení. Úprava konečného vzorku je sled pracovních postupů (kvartování, homogenizace, mletí, prosévání), která se musí provádět tak, aby

- a) pro konečný vzorek byla reprezentativní i ta nejmenší navážka uvedená v metodách rozboru,
- b) změna jemnosti výrobku způsobená úpravou neovlivnila rozpustnost vzorku při vyluhování.

47/66

QUACHA TRAINING COURSE BOOK QUALITY ASSURANCE FOR CHEMICAL ANALYSIS

Tabulka 3.5a.

Počty primárních vzorků, odebíraných z konzervovaných výrobků

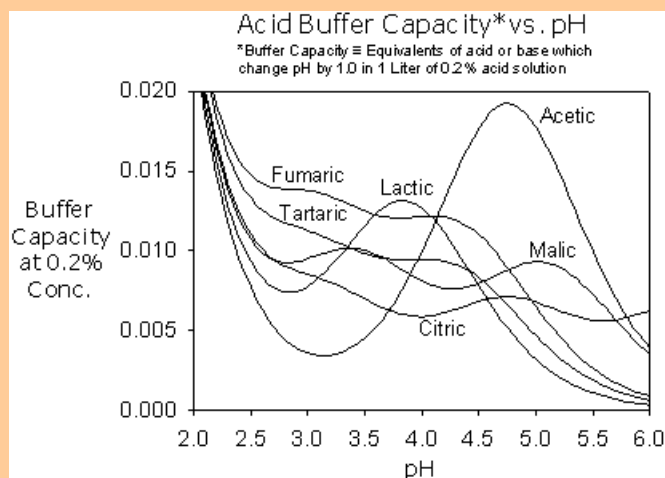
Počet plechovek, balení nebo obalů v dávce Nejmenší počet primárních vzorků

1 – 25	1
26 – 100	5
101 – 250	10
> 250	15

Normy, které popisují standardy jakosti v analytických laboratořích, lze rozdělit do tří hlavních skupin:

- Normy založené na dřívějším, přepracovaném Pokynu ISO 25 (ČSN EN ISO/IEC 17 025 Všeobecné požadavky na způsobilost zkušebních a kalibračních laboratoří a ČSN EN ISO/IEC 15 189 Zdravotnické laboratoře – Zvláštní požadavky na jakost a způsobilost).
- **Série norem ČSN EN ISO 9000.**
- Zásady správné laboratorní praxe OECD

Příklady pufracních kapacit



Příklady pufrů

Pufry jsou obvykle směsi slabých kyselin a jejich solí, nebo směsi slabých bazí a jejich solí.

Nejpoužívanější pufry v biologii jsou acetátový, fosfátový, citrátový, a dále pufry komerčně připravované ze složitějších organických látek, popř. jejich směsí (tris).

Příklad:

tris(hydroxymethyl)aminometan.HCl; Tris.HCl; $pK_A = 8.1$
 Má použití v rozmezí pH 7 až 9.

Další příklady: HEPES, PIPES, ...

Common Name	pK _a	Buffer Range	Temp Effect (pH / °C)**	Mol. Weight	Full Compound Name
TAPS	8.43	7.7 – 9.1	–0.018	243.3	3-{{tris(hydroxymethyl)methyl}amino} propanesulfonic acid
Bicine	8.35	7.6 – 9.0	–0.018	163.2	N,N-bis(2-hydroxyethyl)glycine
Tris	8.06	7.5 – 9.0	–0.028	121.14	tris(hydroxymethyl)methylamine
Tricine	8.05	7.4 – 8.8	–0.021	179.2	N-tris(hydroxymethyl)methylglycine
HEPES	7.48	6.8 – 8.2	–0.014	238.3	4-2-hydroxyethyl-1-piperazineethanesulfonic acid
TES	7.40	6.8 – 8.2	–0.020	229.20	2-{{tris(hydroxymethyl)methyl}amino} ethanesulfonic acid
MOPS	7.20	6.5 – 7.9	–0.015	209.3	3-(N-morpholino)propanesulfonic acid
PIPES	6.76	6.1 – 7.5	–0.008	302.4	piperazine-N,N'-bis(2-ethanesulfonic acid)
Cacodylate	6.27	5.0 – 7.4		138.0	dimethyl arsenate
MES	6.15	6.1 – 7.5	–0.011	195.2	2-(N-morpholino)ethanesulfonic acid
Acetate	4.76	3.8 – 5.8		59.04	—

Citric acid-phosphate buffer

Make up 0.1M citric acid and 0.2M phosphate solutions then mix as follows:

Citric acid-phosphate buffers		
pH	0.2M Na ₂ HPO ₄ /ml	0.1M Citric Acid /ml
3.0	20.55	79.45
4.0	38.55	61.45
5.0	51.50	48.50
6.0	63.15	36.85
7.0	82.35	17.65
8.0	97.25	2.75

Příklad návodu na přípravu pufru

Příklady pufrů

Pro každou oblast pH je možné připravit vhodný pufr.

Tzv. **univerzální pufr** pufruje v celé oblasti pH (*reálně 1-12*)

Složení pufru **Britton-Robinson** (*používá se občas v chemii*):

0.1 M boric acid

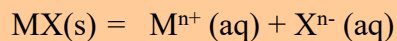
0.1 M acetic acid

0.1 M phosphoric acid

adjusted to pH 5.0 with 0.5 M NaOH

Omezeně rozpustné soli

Roztoky většiny solí ve vodě neobsahují molekuly, ale hydratované ionty (výjimky např. CdSO_4 , HgCl_2):



Rovnováha je popisována rovnovážnou konstantou:

$$K = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]/[\text{AgCl}]$$

Neboť je koncentrace AgCl konstantní, nezahrnuje se do rovnice a veličina

$K_s = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]$ se nazývá „součin rozpustnosti“.

dusičnany	všechny jsou rozpustné
všechny chloridy mimo Ag, Hg, Pb	jsou rozpustné
všechny sírany mimo Ca, Sr, Ba, Hg, Hg ₂ , Pb, Ag	jsou rozpustné
hydroxidy mimo alkal.kovů, Sr a Ba(OH) ₂	jsou nerozpustné
uhličitany mimo alk.kovy	jsou nerozpustné
sulfidy mimo alkal.kovy, alkal.zeminy a amonné sulfidy	jsou nerozpustné

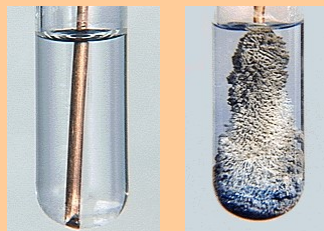
56/66



Dusičnan stříbrný AgNO_3
dobře rozpustný
„*lapis infernalis*“
leptavé účinky
vypalování bradavic

*Z roztoku dusičnanu stříbrného
lze snadno získat kovové stříbro
např. vložení měděné tyčinky*

S chloridy sráží $\text{AgCl} \downarrow$



Omezeně rozpustné soli – příklad 1

Molární koncentrace Ag^+ a Cl^- v nasyceném roztoku AgCl je $1.25 \times 10^{-5} \text{ M}$. Jaký je součin rozpustnosti AgCl ?

$$K_s = [\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]$$

$$K_s = (1.25 \times 10^{-5}). (1.25 \times 10^{-5}) = 1.56 \times 10^{-10}$$

Součin rozpustnosti chloridu stříbrného je 1.56×10^{-10}

.....
Pro CaF_2 ale platí, že $K_s = [\text{Ca}^{2+}].[\text{F}^-]^2$
a dále je nutno si při výpočtu uvědomit, že $[\text{F}^-] = 2 [\text{Ca}^{2+}]$

Omezeně rozpustné soli – příklad 2

K_s pro PbSO_4 je 1.6×10^{-8} . Kolik gramů PbSO_4 se rozpustí v litru vody?

$$\text{Molární rozpustnost } [\text{Pb}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = x$$

$$K_s = (x^2) = 1.6 \times 10^{-8} \quad ; \quad x = 1.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

M_w PbSO_4 je cca 303

$$\text{po přepočtu } x = 3.9 \times 10^{-2} \text{ g/L} = 39 \text{ mg/L}$$

Příklady málo rozpustných solí:

Sloučenina	pK_S	K_S
HgS	51,8	$1,58 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ S	49,2	$6,31 \cdot 10^{-50}$



*vlevo rumělka
vpravo akantit*

$$pK_S = -\log K_S$$

Příklady málo rozpustných solí:

Sloučenina	pK_S	K_S
Fe(OH) ₃	39,43	$3,75 \cdot 10^{-40}$
BaSO ₄	9,96	$1,10 \cdot 10^{-10}$



*L limonit
P baryt*

$$pK_S = -\log K_S$$

Příklady málo rozpustných solí:

Sloučenina	pK_S	K_S
Cu_2S	47,6	$2,51 \cdot 10^{-48}$
$Co(OH)_3$	40,5	$3,16 \cdot 10^{-41}$
CdS	26,1	$7,94 \cdot 10^{-27}$



L chalkocit
P greenockit

$$pK_S = -\log K_S$$

62/66

Chemické složení barev zmíněných při zkouškách chromové žluti z obrazů Vincenta van Gogha *Břehy Seiny* a *Pohled na Arles s kosatci*. Pramen: Pigments through the Age.

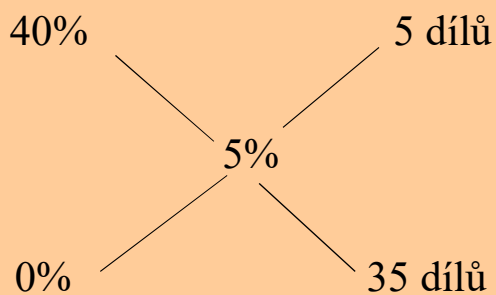
barva	chemické složení pigmentu	použití v malbě	toxická
chromová žlut ¹⁾	$PbCrO_4$	po roce 1810	ano
kadmiová žlut ²⁾	CdS	po roce 1840	ano
neapolská žlut	$Pb(Sb_2O_3)_2 \cdot Pb_3(Sb_3O_4)_2$	po roce 1830	ano
auripigment (královská žlut)	As_2S_3	od antiky	ano
žluté železitě okry	oxidy a hydroxidy železa	od pravěku	ne
viridiánová zeleň	$Cr_2O_3 \cdot 2H_2O$	od 16. stol.?	ne
svinibrodská (smaragdová) zeleň	$Cu(CH_3COO)_2 \cdot 3Cu(AsO_2)_2$	po roce 1814	ano
olovnatá běloba	$Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$	od antiky	ano
lítponová běloba	$BaSO_4 \cdot ZnO$	1853	ne
baryová běloba	$BaSO_4$	1782	ne
zinková běloba	ZnO	1844	ne
berlínská (pruská, pařížská) modř	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \cdot 15H_2O$	po roce 1706	ne
lampová čern	C (saze)	od pravěku	ne

Pozn.: 1) sloučeniny Cr^{VI} jsou karcinogenní; od roku 2011 zákaz užití v EU
2) sloučeniny Cd jsou karcinogenní

Omezeně rozpustné soli jsou základem řady pigmentů, používaných v malířství

Ředění roztoků – směšovací pravidlo

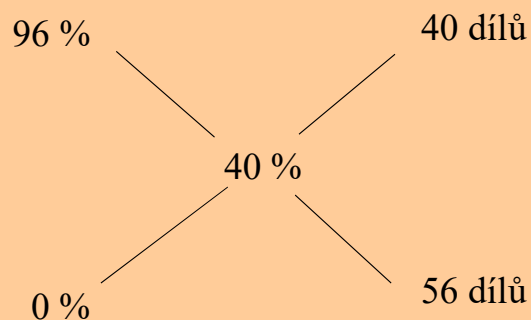
(Připomínka I: připravte ze 40% roztoku NaCl 5% roztok. Čistá voda = 0%)



(5 dílů 40% roztoku smícháme s 35 díly vody.)

Ředění roztoků – směšovací pravidlo

(Připomínka II: Zřed'te kvasný líh na 40 %. Čistá voda = 0%)



(40 litrů lihu smícháme s 56 litry vody.)



← → ↻ 🏠 📁 <https://forum.matematika.cz/viewtopic.php?id=107304>

Stránky: 1 [Hlavní strana](#) » [Chemie](#) » Kyselost a zásaditost

01. 04. 2020 14:37

Rihova Zelenáč
Příspěvky: 2
Pozice: Student
Reputace: 0
Offline

Nejvíce vodíkových kationtů H^+ obsahuje roztok kyseliny o hodnotě pH a,0.5 b,1.5 c,3.0 d,4.0

01. 04. 2020 15:05

misah
Příspěvky: 12865
Offline

↑ **Rihova:**
No a čo?

03. 04. 2020 11:13

Rihova Zelenáč
Příspěvky: 2
Pozice: Student
Reputace: 0
Offline

jaký z těch 4 je správné řešení

03. 04. 2020 11:16

surovec 🐦
Příspěvky: 617
Škola: SPŠ
Pozice: student
Reputace: 15

↑ **Rihova:**
áčko

Tento materiál je určen pouze pro výuku studentů.

This presentation has been scheduled for educational purposes only.

Pokud má někdo dojem, že použité obrázky (jiné než moje vlastní) jsou kryty copyrightem, necht' mi dá vědět.

If somebody believes, that pictures or figures in this presentation are covered by copyright, please let me know.

Jiří Gabriel (gabriel@biomed.cas.cz)